

Problema608: Las concentraciones de equilibrio de la reacción: $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ a una determinada temperatura son $[\text{PCl}_5] = 0,40\text{M}$, $[\text{PCl}_3] = 0,20\text{M}$ y $[\text{Cl}_2] = 0,10\text{M}$. Si se añaden 0,10 moles de Cl_2 al recipiente de 1 litro en el que se encuentra la mezcla, ¿cuál será la nueva concentración de PCl_5 en el equilibrio?

	$\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$		
[inic]			
[equi]	0,40	0,20	0,10

Con estos datos podemos calcular la constante de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,20 \cdot 0,10}{0,40} = 0,05$$

Cuando se añade Cl_2 es una situación nueva que ya no es de equilibrio, se tendrá que restablecer de nuevo el equilibrio. El equilibrio se desplazará hacia los reactivos por el Principio de Le Chatelier, pero aunque supongamos que el equilibrio se desplaza hacia la derecha el resultado que nos da el problema es el correcto.

	$\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$		
[inic]	0,40	0,20	0,20
[equi]	0,40-x	0,20+x	0,20+x

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,20+x)^2}{0,40-x} = 0,05$$

$$(0,20+x)^2 = 0,05(0,40-x)$$

$$x^2 + 0,4x + 0,04 = 0,02 - 0,05x$$

$$x^2 + 0,45x + 0,02 = 0$$

$$x = \frac{-0,45 \pm \sqrt{0,45^2 + 4 \cdot 0,02}}{2} = \frac{-0,45 \pm 0,35}{2}$$

$$x_1 = -0,05 \quad x_2 = -0,4$$

Es válida la primera raíz, la segunda nos da concentraciones negativas que son imposibles.

$$[\text{PCl}_5] = 0,40 - x = 0,40 + 0,05 = \underline{0,45\text{M}}$$

Vemos que el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, aunque supusimos que lo hacía hacia los productos.